

# Quantités chimiques



- Réactions totales (complètes)
- Stoechiométrie: conservation de la matière
- Equilibrage des réactions redox

# Ce qu'il faut savoir (réactions chimiques)

- Equilibrer une réaction chimique
- Relier le nombre de moles d'une espèce chimique à sa masse
- Relier le nombre de moles d'une espèce chimique à sa concentration dans une solution
- Relier le nombre de moles d'un gaz parfait à sa pression et à son volume à une température donnée (loi des gaz parfaits)
- Calculer la pression partielle d'un gaz dans un mélange
- Identifier le ou les réactifs limitants d'une réaction complète (totale)
- Calculer le nombre de moles de réactifs et de produits à la fin d'une réaction complète
- Equilibrer une réaction redox
- Identifier l'oxydant et le réducteur dans une réaction redox

# Equation chimique

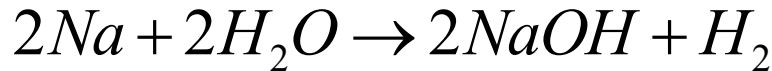
Matériaux de départ

Substances formées

Réactifs  $\longrightarrow$  Produits

- Formule des réactifs et des produits
- Nombre de molécules, atomes, ions impliqués
- Flèche vers la droite : la réaction inverse n'a pas lieu

## Exemple

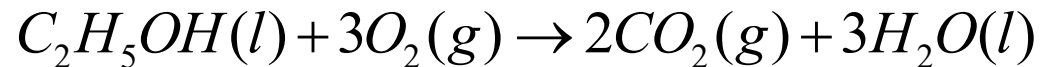


↑  
Coefficient stoechiométrique

- ▶ Conservation du nombre de chacun des atomes
- ▶ Conservation de la charge électrique totale

Indications supplémentaires  $\longrightarrow$  à droite de la formule

(g) phase gazeuse  
(l) phase liquide  
(s) phase solide  
(sol) solution  
(aq) solution aqueuse



Lorsqu'il y a le même nombre d'atomes de chaque élément des deux côtés de la flèche, la réaction est **équilibrée**.

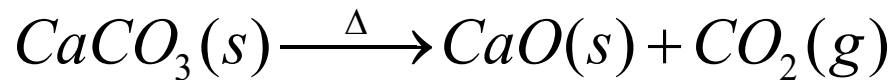
# Classification des réactions

## Par type de réaction

➔ Equilibre (cas général, défini par thermodynamique)



➔ Réaction complète (équilibre déplacé)



$\Delta$  : chauffage

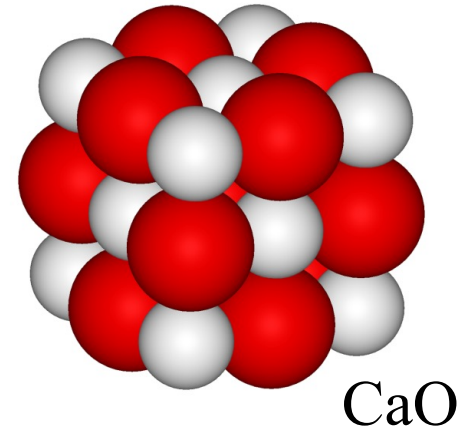
chaux

Système ouvert, pas d'accumulation de  $CO_2$



Industrie: acierie, verrerie, cimenterie

L'oxyde de calcium, «chaux vive», est un produit obtenu par calcination du calcaire à  $825^\circ C$ .

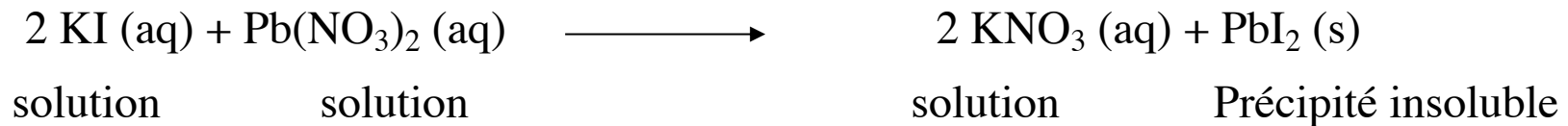


## Par transformation chimique

- ➔ Transfert de protons      acide-base
- ➔ Transfert d'électrons      oxydation-réduction
- ➔ Fixation de ligands      complexation
- ➔ Substitution, dissociation, précipitation....

# Notation particulière: réactions en solution

## Équation moléculaire (globale)



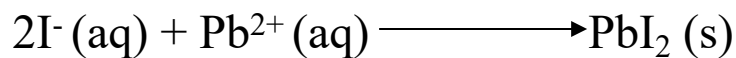
## Equation ionique complète



$\text{K}^+$ ,  $\text{NO}_3^-$  sont des ions spectateurs

ils ne participent pas à la réaction de précipitation mais sont présents dans la solution

## Equation ionique nette



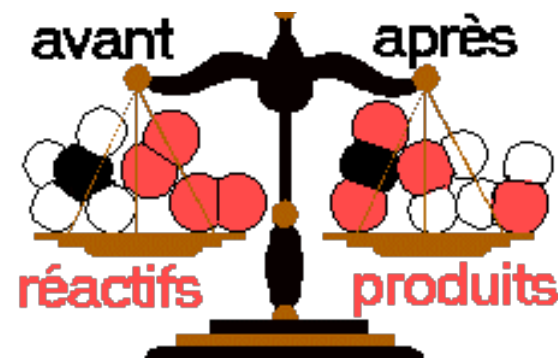
L'équation ionique nette s'écrit sans les ions spectateurs

# Stoechiométrie

## Loi de conservation de masse

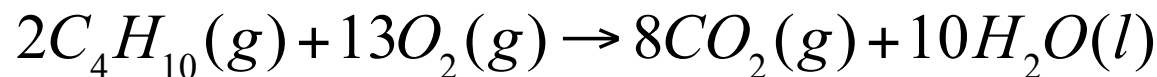
Au cours d'une réaction chimique, on peut considérer que la masse est conservée. (sauf en cas de réaction nucléaire)

**Interprétation de Dalton** : au cours d'une réaction chimique, les atomes ne sont ni créés ni détruits, ils changent de partenaires.



Les coefficients stoechiométriques sont introduits pour **équilibrer** les réactions : même nombre d'atomes de chaque élément de part et d'autre de la flèche.

**Exemple** : combustion du butane ( $C_4H_{10}$ )



En mole	2	13	8	10
En masse	2 x 58	13 x 32	8 x 44	10 x 18
(g)	= 116	= 416	= 352	= 180
	total = 532		total = 532	

1 mole de carbone pèse 12.0107g

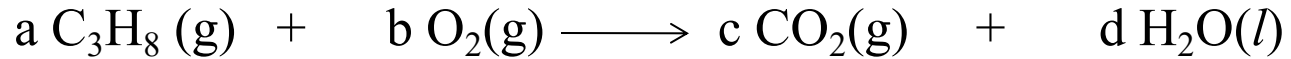
carbone
6
C
12,0107

hydrogène
1
H
1,00794

oxygène
8
O
15,9994

# Stoechiométrie

Exemple: Combustion du propane en proportion stœchiométrique de réactifs.



$$3 a = c$$

$$8 a = 2 d$$

$$2 b = d + 2 c$$

Conservation de la masse

Pour chaque élément: C, H, O

3 équations, 4 inconnues : système indéterminé

Le rapport entre ces 4 inconnues peut être obtenu mathématiquement

On fixe arbitrairement la valeur d'une inconnue (généralement de manière à avoir les plus petits coefficients stoechiométriques entiers)

Soit  $a = 1$



$c = 3, d = 4, b = 5$

# La mole (mol)



**Unité** qui permet de rapporter simplement les nombres gigantesques d'atomes et de molécules dans des échantillons visibles.

## Définitions

1 mole d'atomes = quantité de substance contenant le même nombre d'atomes que 12 g de  $^{12}\text{C}$  pur.

Ce nombre : nombre d'Avogadro ( $N_A$ ) =  $6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Nouvelle définition IUPAC 2018

la mole est l'unité de quantité de matière qui contient  $6.02214076 \times 10^{23}$  particules élémentaires

# Quantité de matière / microscopique

- **Masse atomique**

unité de masse atomique (*uma*): 1/12 masse d'un atome de  $^{12}\text{C}$   
 $1 \text{ uma} = 1 \text{ Da} = 1.66054 \times 10^{-24} \text{ g}$

La masse atomique d'un élément tient compte de l'abondance naturelle des différents isotopes et peut être considérée comme une donnée expérimentale affichée sur le tableau périodique.

masse atomique de l'oxygène:

$$15.9994 \text{ u.m.a.} = 15.9994 \times 1.66054 \times 10^{-24} \text{ g} = 2.65676 \times 10^{-24} \text{ g}$$

- **Masse moléculaire** est la somme des masses de chacun des atomes constituant une molécule. Elle est aussi donnée en u.m.a. ou Da.

\* le défaut de masse est négligeable dans une liaison chimique

masse moléculaire de  $\text{H}_2\text{O}$ :

$$(2 \times 1.0079) + (1 \times 15.9994) = 18.0152 \text{ Da} = 2.99 \times 10^{-23} \text{ g}$$

# Quantité de matière / macroscopique

- Masse molaire d'un élément ou d'une molécule

Masse d'une mole de molécules (atomes, ions etc.) donnée en g/mol

On la calcule ainsi à partir des données du tableau périodique:

$$M = \sum_i M_i(E_i) \times n_i$$

La masse molaire est la somme de la masse atomique  $M_i$  de chaque élément  $E_i$  qui compose la molécule, multipliée par le nombre  $n_i$  d'atomes de cet élément présent dans la molécule.

Masse molaire : H<sub>2</sub>O

$$(2 \times 1.0079) + (1 \times 15.9994) \text{ g} = 18.0152 \text{ g mol}^{-1}$$

On remarque que la masse molaire en  $\text{g mol}^{-1}$  a la même valeur numérique que la masse moléculaire en u.m.a. (Da).

# Loi des gaz parfaits

**Gaz parfait:** modèle thermodynamique décrivant le comportement de tous les gaz à basse pression.

- ↳ a) Les interactions entre les particules de gaz peuvent être négligées
- b) Le volume des molécules de gaz est négligeable par rapport au volume total V

P : pression

$$PV = nRT$$

V : volume occupé par le gaz

n : nombre de moles

T : température

**R : constante des gaz parfaits**

## Conditions standard

Set de conditions pour réaliser des mesures expérimentales et pouvoir ensuite les comparer

$$P = 1 \text{ bar}$$

Anciennement, on utilisait  $P = 1 \text{ atm}$   
(dont l'usage n'a pas complètement disparu)

La température ne fait pas directement partie des conditions standard, elle est néanmoins généralement choisie à  $25^\circ \text{ C}$  (298K)

## Conditions normales de pression et température

$$P = 1 \text{ atm} = 101,325 \text{ kPa}$$

$$T = 273,15 \text{ K} (0^\circ \text{ C})$$

Dans ces conditions, **une mole de gaz** occupe un volume de **22.4 L**.

# Loi des gaz parfaits

$$T / \text{K} = t / ^\circ \text{C} + 273.15$$

$$PV = nRT$$

$$1 \text{ atm} = 1.013 \text{ bar} = 1.013 \times 10^5 \text{ Pa}$$

R	V	P	T	n
0.0821 L.atm.K <sup>-1</sup> .mol <sup>-1</sup>	L	atm	K	mol
0.0831 L.bar.K <sup>-1</sup> .mol <sup>-1</sup>	L	bar	K	mol
8.314 L.kPa.K <sup>-1</sup> .mol <sup>-1</sup>	L	kPa	K	mol
8.314 J.K <sup>-1</sup> .mol <sup>-1</sup>	m <sup>3</sup>	Pa	K	mol

Pour  $n = 1 \text{ mol}$ ,  $T = 273.15 \text{ K}$  ( $0^\circ \text{C}$ ),  $P = 1 \text{ atm}$

On calcule  $V = nRT/P = (1 \text{ mol} * 0.0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} * 273.15 \text{ K}) / 1 \text{ atm} = 22.4 \text{ L}$

ou  $V = nRT/P = (1 \text{ mol} * 8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} * 273.15 \text{ K}) / 1.013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 2.24 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$

$$1 \text{ J} = 1 \text{ Nm} \text{ et } 1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$$

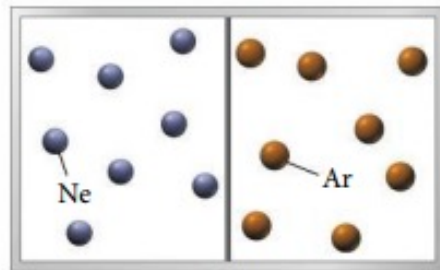
# Pression partielle d'un gaz dans un mélange

La pression partielle d'une espèce  $i$ ,  $P_i$ , dans un mélange est la contribution de la seule espèce  $i$  à la pression totale

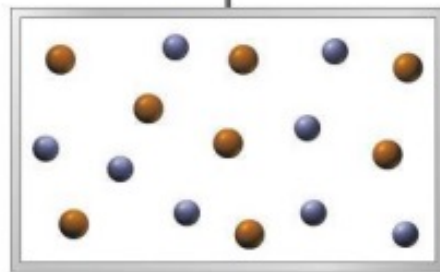
Pour un gaz parfait: loi de Dalton

$$P_i = x_i \cdot P_{tot}$$

où  $x_i$  est la fraction molaire de l'espèce  $i$   
(nombre de mol de l'espèce  $i$ /nombre de mol total des espèces présentes)



(a)



(b)

$$P_{tot} V_{tot} = n_{tot} R T$$

$$\text{où } P_{tot} = P_{Ar} + P_{Ne} \text{ et } n_{tot} = n_{Ar} + n_{Ne}$$

$$P_{Ar} V_{tot} = n_{Ar} R T$$

$$\frac{P_{Ar}}{P_{tot}} = \frac{n_{Ar}}{n_{tot}}$$

$$P_{Ar} = \frac{n_{Ar}}{n_{tot}} \times P_{tot}$$

# Unités de concentrations pour solutions

Concentration	Unités	Définition
Molarité, M	mol/litre	nombre de moles de soluté par litre de solution
Molalité, m	mol/kg	nombre de moles de soluté par kg de solvant
Fraction molaire $\chi$	--	$n(\text{soluté})/[n(\text{soluté})+n(\text{solvant})]$
% volumique		$V(\text{soluté}) / V(\text{solution}) \times 100$
% masse		$m(\text{soluté})/m(\text{solution}) \times 100$



Molarité( M ) est l'unité de concentration la plus fréquemment utilisée en chimie

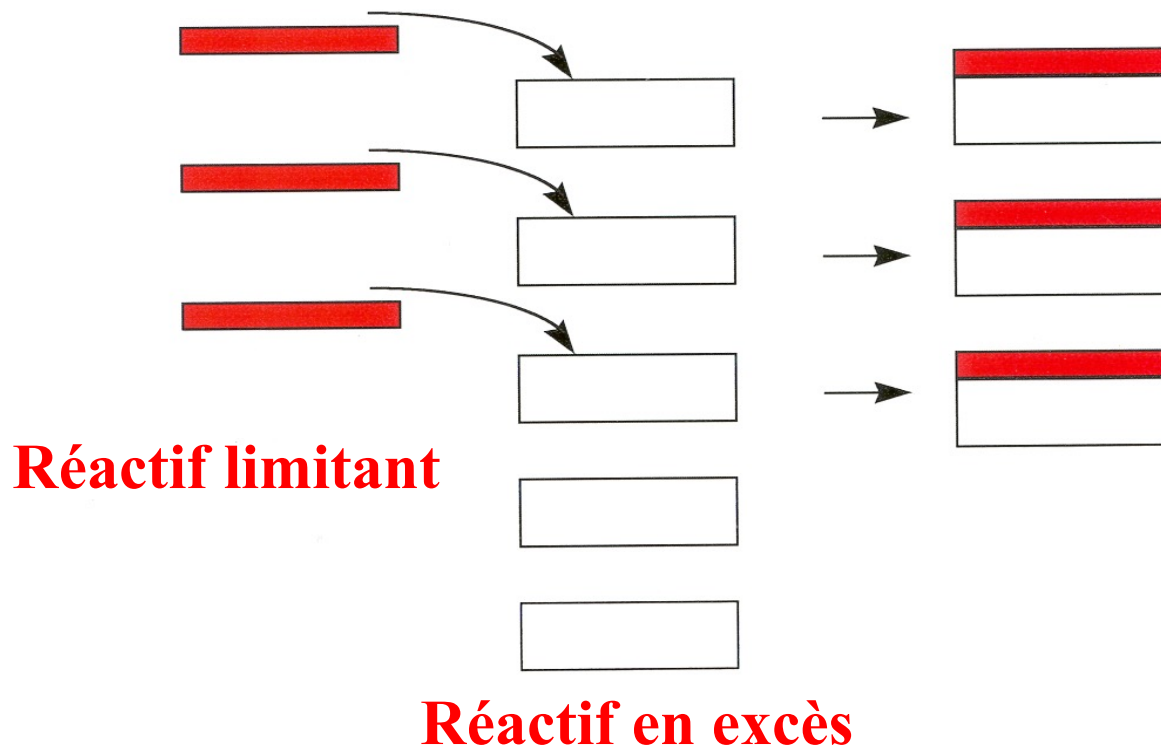
Exercice 7.2.2:  $\text{H}_2\text{SO}_4$  98 % **masse**:

une solution de 100g ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  + impuretés) contenant 98 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$  et 2 g d'impuretés

# Réactif limitant

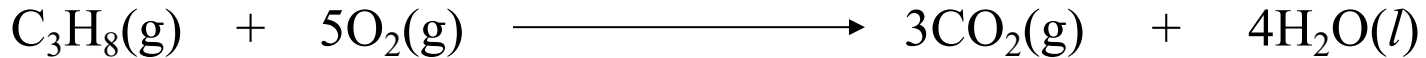
(conditions: non-stœchiométriques)

Le réactif **limitant** pour une réaction donnée est le réactif qui détermine la **quantité maximum de produit** qui peut être formée.



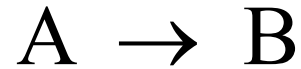
# Réactif limitant

## Combustion du propane



- La flèche vers la droite indique que la réaction inverse n'a pas lieu.
- Pour cette réaction le rapport molaire optimale entre les réactifs  $\text{C}_3\text{H}_8$  et  $\text{O}_2$  est de 1:5 et que les produits  $\text{CO}_2$  et  $\text{H}_2\text{O}$  se formeront toujours dans le rapport molaire 3:4
- Pour toute autre rapport molaire de réactifs, il restera à la fin de la réaction un excès de  $\text{C}_3\text{H}_8$  ou de  $\text{O}_2$ . Dans ce cas, le nombre de moles de produits formé sera déterminé par le nombre de moles du réactif en défaut (réactif limitant)
- Par exemple, si l'on brûle 1 mol  $\text{C}_3\text{H}_8$  avec 7.5 mol de  $\text{O}_2$ , il se formera **3** mol  $\text{CO}_2$ , **4** mol  $\text{H}_2\text{O}$  et il restera **2.5** mol  $\text{O}_2$  intactes à la fin de la réaction.  
Le réactif limitant est le propane  $\text{C}_3\text{H}_8$

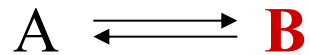
# Rendement de formation d'un produit



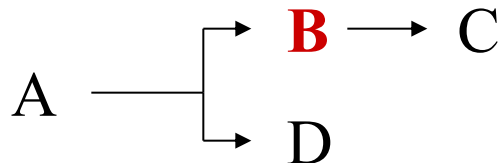
$$\eta_s (\%) = \frac{\text{masse de B pratique}}{\text{masse de B théorique}} \times 100 = \frac{\text{mole de B pratique}}{\text{mole de B théorique}} \times 100$$

$\eta < 100\%$  dans les cas:

i) Réactions incomplètes (réversibles)

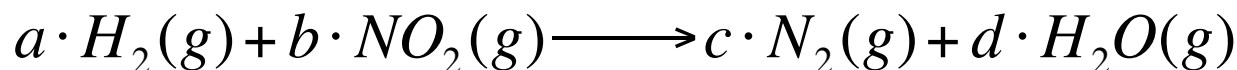


ii) formation des autres produits secondaires (C et D)

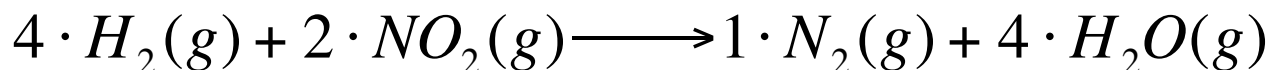


## Question

Pour éliminer le gaz toxique  $\text{NO}_2$  on le fait réagir avec de l'hydrogène en présence d'un catalyseur de Pt selon:

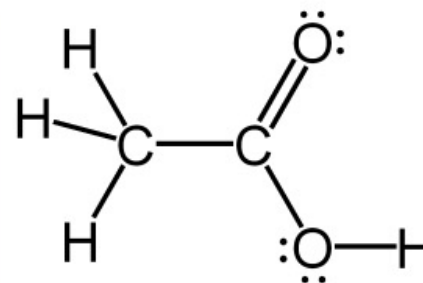
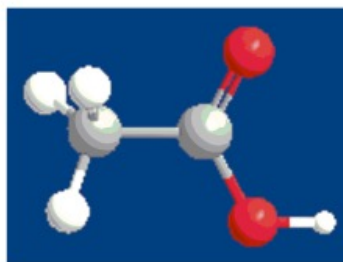
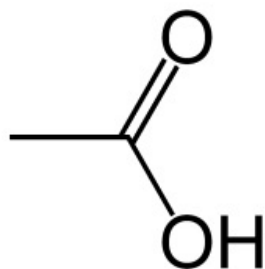


Combien de moles de  $\text{H}_2$  faut-il pour éliminer une mole de  $\text{NO}_2$  ?



- A. 4
- B. 2
- C. 0.5
- D. 1

## Question



Peut-on dissoudre 10 g de calcaire dans 50 ml de vinaigre ?  
(vinaigre: solution aqueuse de 1 mol/litre  $\text{CH}_3\text{COOH}$ )?

Masse molaire  $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g/mol}$

## Question



10 g de  $\text{CaCO}_3$  :

$$10 \text{ g} / (40 + 12 + 3 \times 16) \text{ g/mol} = 10 \text{ g} / (100 \text{ g/mol}) = 0.1 \text{ mol CaCO}_3$$

$$50 \text{ ml de vinaigre, } 1 \text{ mol/L: } 0.05 \text{ L} \times 1 \text{ mol/L} = 0.05 \text{ mol CH}_3\text{COOH}$$

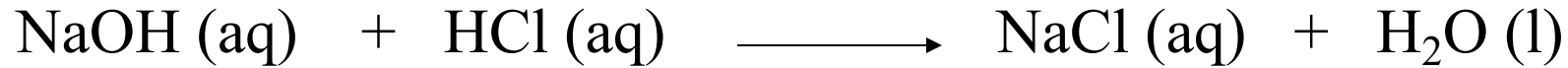
Or pour 0.1 mol de  $\text{CaCO}_3$ , il faudrait 0.2 mol  $\text{CH}_3\text{COOH}$

Il y a donc un défaut de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (réactif limitant) et un excès de  $\text{CaCO}_3$ .

Avec 0.05 mol  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , on peut dissoudre au maximum  $0.05/2 = 0.025$  mol, soit 2.5 g de calcaire.

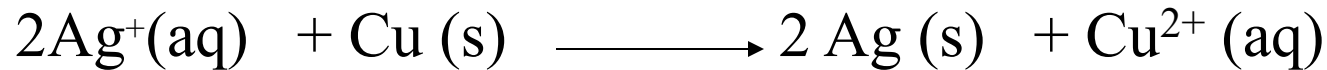
# Types de réactions chimiques

## I) Réactions **sans transfert d'électrons**



Conservation de la masse

## II) Réactions **avec transfert d'électrons** (réaction rédox)



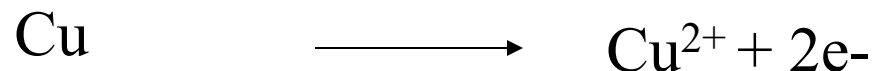
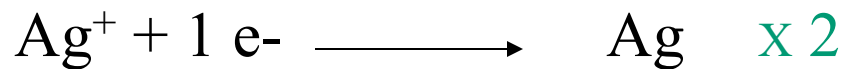
Cu: réducteur  
Ag<sup>+</sup>: oxydant

oxydant

réducteur

Conservation de la masse

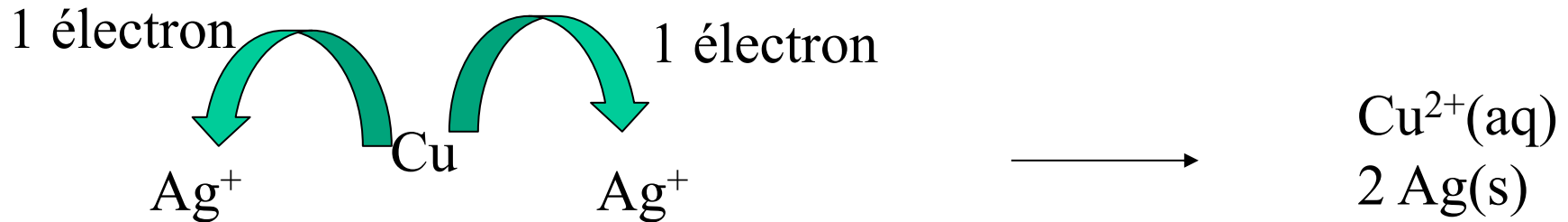
Conservation de la charge globale





Le nombre d'atomes d'Ag et de Cu est conservé  
mais pas la charge: la réaction n'est pas équilibrée

Au niveau moléculaire, la réaction qui se passe est un transfert d'électrons de Cu (donneur d'électrons, réducteur) à  $\text{Ag}^+$  (accepteur d'électrons, oxydant).

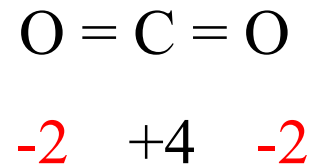
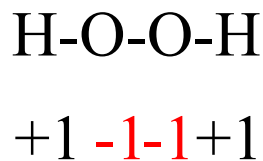
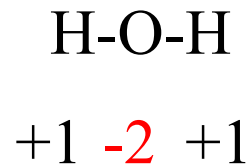


Un atome de cuivre donne deux électrons et le cation  $\text{Ag}^+$  n'en reçoit qu'un seul. Il faut donc deux atomes de  $\text{Ag}^+$  pour un atome de Cu afin que le nombre d'électrons donnés par le réducteur soit égal au nombre d'électrons acceptés par l'oxydant.

# Le degré d'oxydation

Le degré d'oxydation (d.o) indique le nombre d'électrons que chaque atome aurait donné ou reçu par rapport à l'état neutre si les liaisons dans lesquelles ces atomes sont impliqués étaient de nature purement ionique. Si l'électronégativité des deux atomes liés est la même (par exemple, si les atomes liés sont un même élément), alors la liaison ne contribue pas au calcul du d.o.

Considérons les exemples suivants: chaque liaison est considérée comme ionique. Formellement, on transfère pour chaque liaison les électrons sur l'atome le plus électronégatif. On fait ainsi apparaître une charge fictive de -1 sur O et de +1 sur H et C pour chaque liaison



d.o. -1: inhabituel pour O

# Règles définissant le degré d'oxydation

Dans un composé:

- Le **fluor** a toujours un d.o. égal à **-1**.
- Les **métaux alcalins** (Li, Na, etc.) ont toujours un d.o. égal à **+1**.
- Les **métaux alcalino-terreux** (Be, Mg, etc.) ont toujours un d.o. égal à **+2**.
- L'**hydrogène** possède dans la quasi-généralité des cas un d.o. égal à **+1**, à l'exception des hydrures de métaux où il a un d.o. de **-1**,
- L'**oxygène** a le plus souvent un d.o. égal à **-2**, sauf s'il est lié avec lui-même ou avec du fluor

Dans une espèce chimique électriquement neutre, la somme des d.o. des atomes est nulle. En revanche si le composé est chargé, cette somme est égale à la charge de l'ion.



## Question

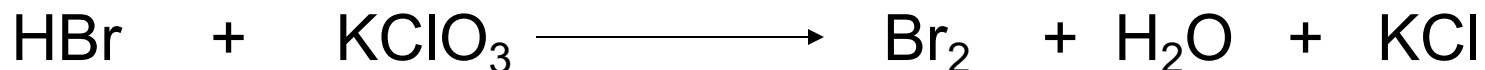
Quel est le degré d'oxydation du chrome dans  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$   
Considérer que le degré d'oxydation de l'oxygène est -2

- 1) +3
- 2) +6
- 3) +7
- 4) +8

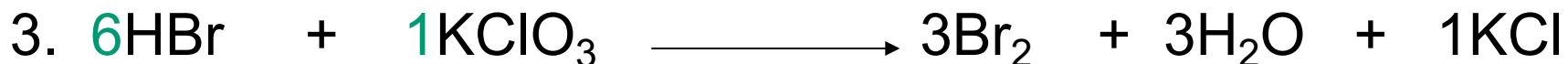
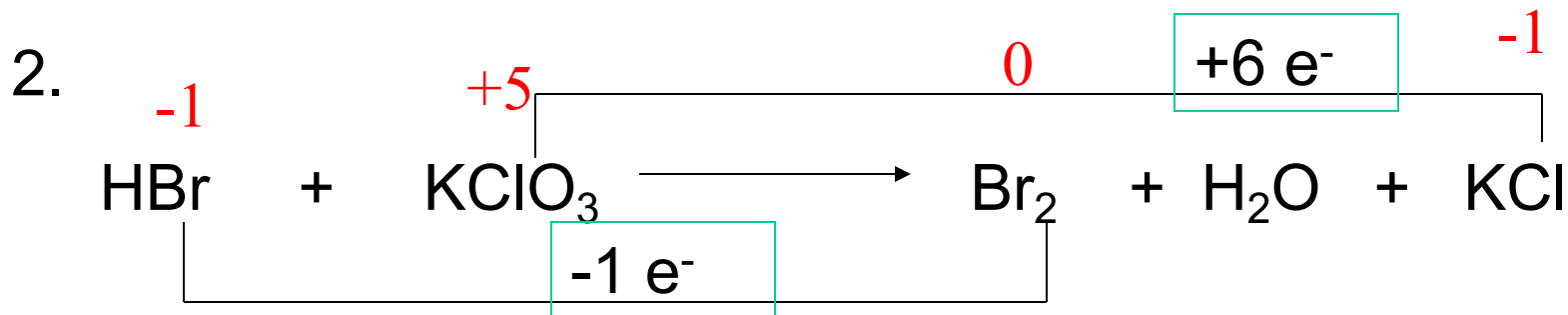
# Equilibrage de l'équation chimique

1. Repérer les éléments dont le degré d'oxydation (D.O.) change au cours de la réaction.
2. Le nombre d'électrons cédés par le réducteur doit être égal au nombre d'électrons acquis par l'oxydant; ceci permet de trouver quatre coefficients.
3. S'il figure dans l'équation d'autres substances dont le D.O. n'est pas affecté, il faut trouver le coefficient de ces substances par un bilan des masses.
4. Si des réactifs et/ou des produits sont des ions, il faudra vérifier le calcul par un bilan des charges.

## Equilibrage d'une réaction rédox



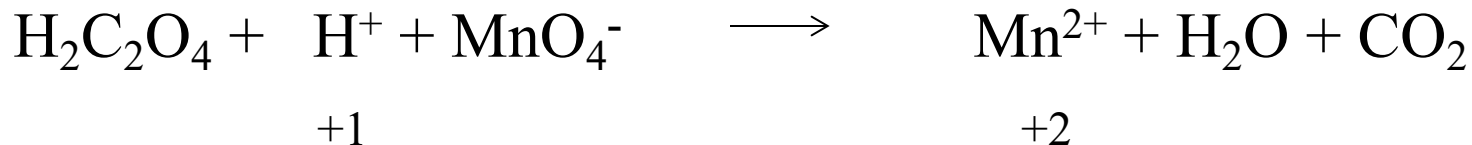
1. Éléments dont le DO change : Br, Cl



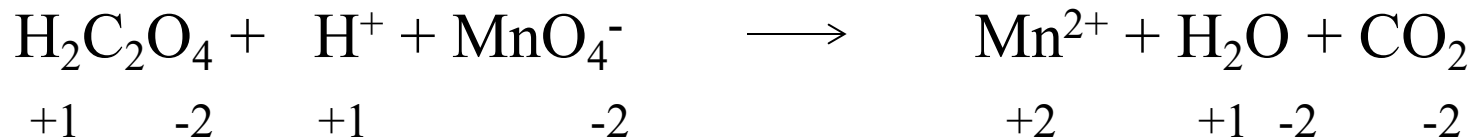
\* Cette équation chimique s'équilibre assez facilement sans considérer le nombre d'électrons transférés ce qui n'est pas toujours le cas.

# Equilibrage d'une réaction rédox

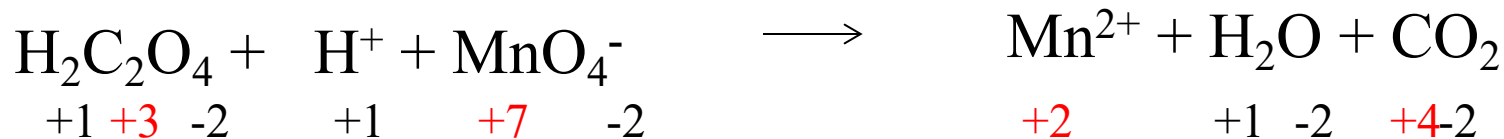
## 1. Assigner les degrés d'oxydation (D.O.)



D.O obligatoire



D.O.  
H = +1  
O = -2



somme D.O.  
= charge de l'ion



Le degré d'oxydation est donné pour chaque atome

$$2 \times 1 + (2 \times \text{D.O. C}) + (4 \times -2) = 0$$

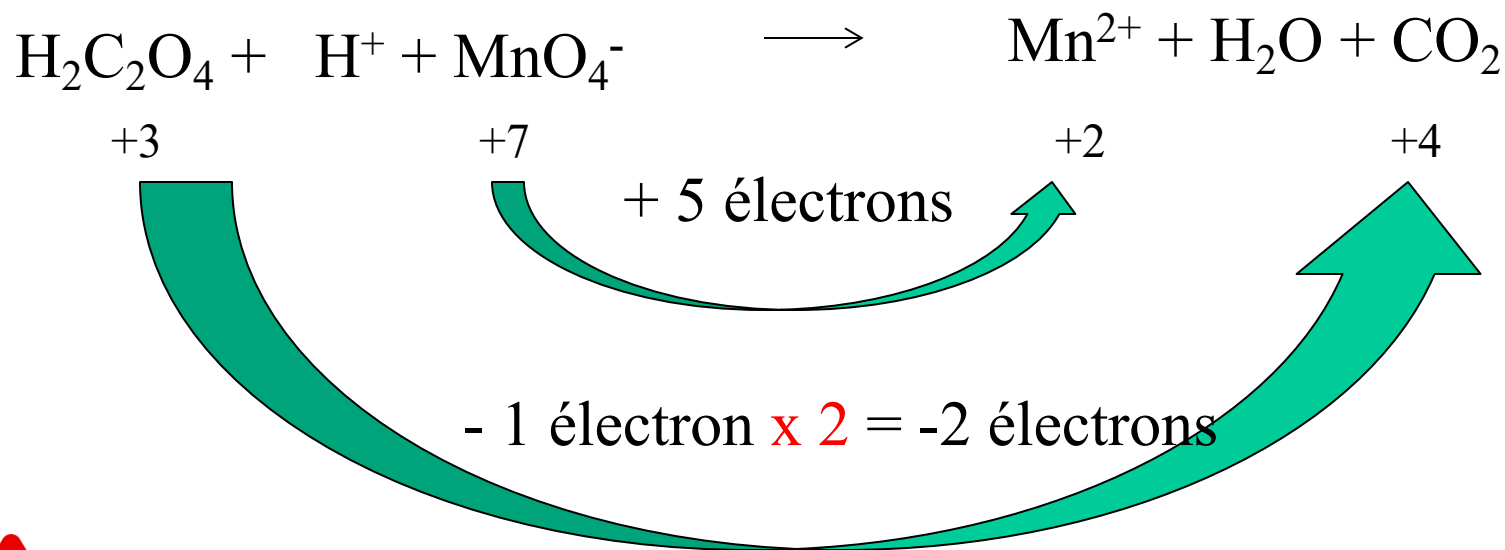
Le degré d'oxydation de C dans  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  vaut +3

2. On identifie les espèces qui échangent des électrons.

-1 molécule de  $\text{MnO}_4^-$  accepte 5 électrons pour former 1 ion  $\text{Mn}^{2+}$

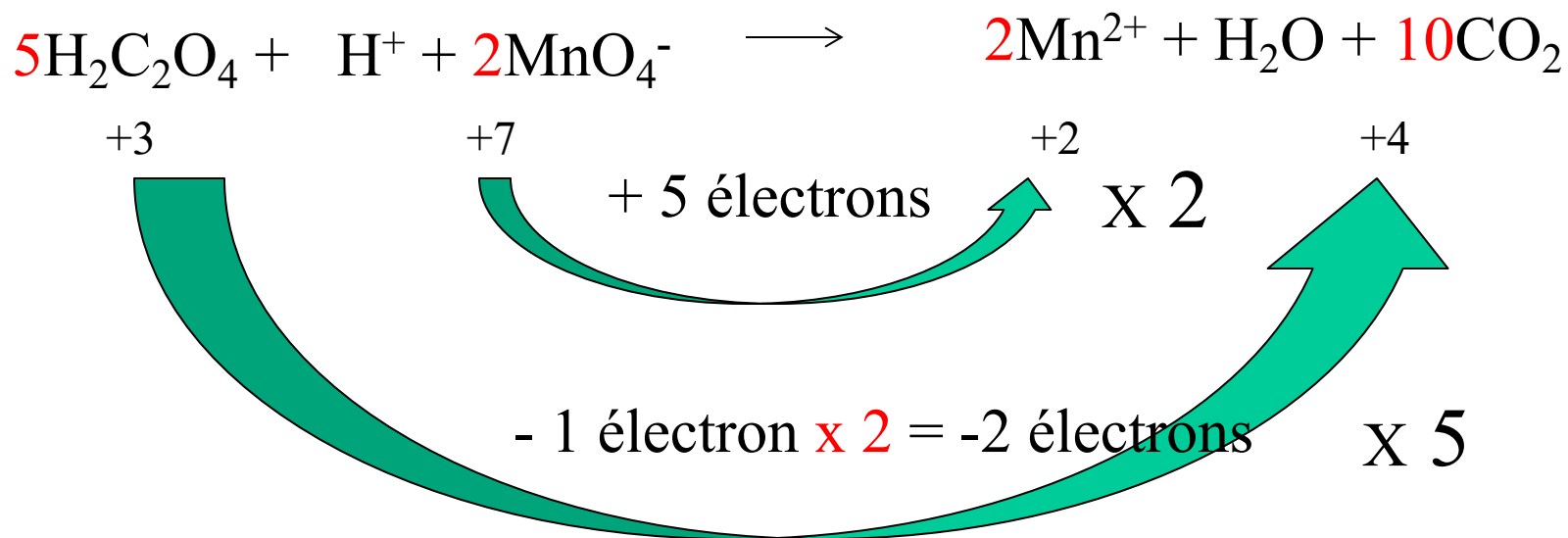
(ce qui est équivalent à dire que 1 mole de  $\text{MnO}_4^-$  accepte 5 moles d'électrons pour former 1 mole de  $\text{Mn}^{2+}$ )

-1 molécule de  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  donne 2 électrons



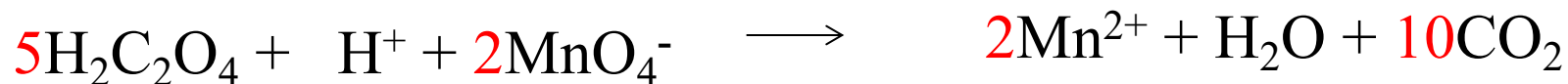
Comme il y a deux atomes de carbone dans  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ , il faut deux électrons pour transformer une molécule de  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  en molécules de  $\text{CO}_2$

3. On a décrit le transfert d'électrons associés à une molécule de chacun des réactifs. On introduit ensuite les coefficients stoechiométriques pour que le nombre d'électrons donnés par le réducteur soit égal au nombre d'électrons captés par l'oxydant



On obtient ainsi les coefficients stoechiométriques des espèces Redox

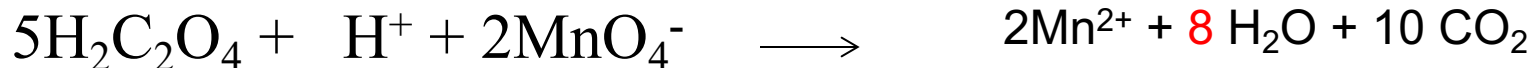
#### 4. Conservation des atomes



Conservation des atomes d'oxygène

28 atomes d'oxygène

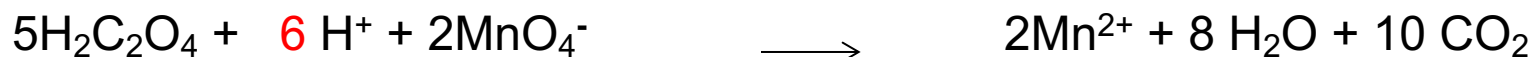
20 + x atomes d'oxygène  
x=8 (8 H<sub>2</sub>O)



Conservation des atomes d'hydrogène

10 + x

16



Conservation of charges: +4

+4